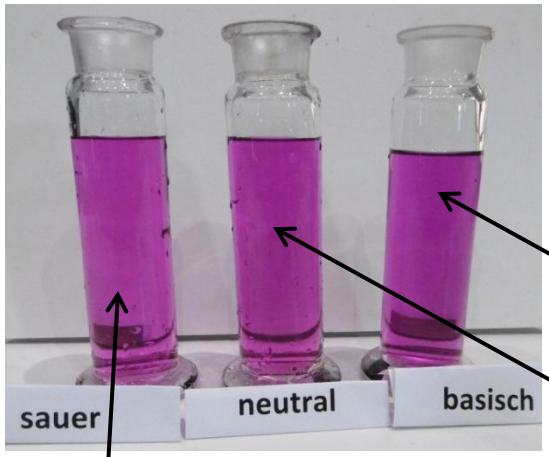
Redoxreaktionen – vier Beispiele

1. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumpermanganat und Natriumsulfit



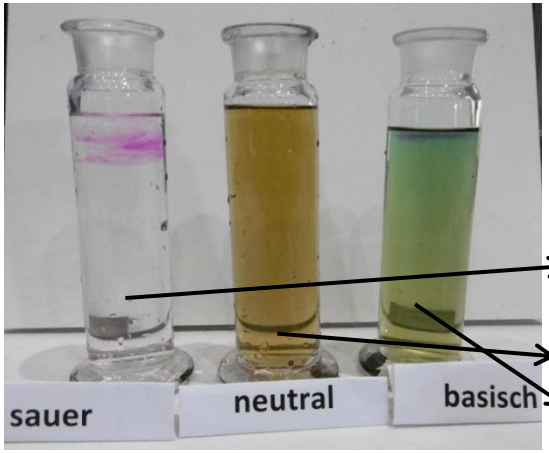
$KMnO_4$-Lösung + verdünnte NaOH

$KMnO_4$-Lösung

$KMnO_4$-Lösung + verdünnte H_2SO_4

Zugabe von Na_2SO_3-Lösung

grünes MnO_4^{2-} in stark basischer Lösung



$\overset{+7}{MnO_4^-} \longrightarrow \overset{+2}{Mn^{2+}}$

$\overset{+7}{MnO_4^-} \longrightarrow \overset{+4}{MnO_2}$

$\overset{+7}{MnO_4^-} \longrightarrow \overset{+6}{MnO_4^{2-}}$

Es werden drei verdünnte violette Kaliumpermanganat - Lösungen hergestellt. Eine davon wird mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert, eine Lösung bleibt neutral und die dritte Lösung wird mit verdünnter Natronlauge versetzt.

Anschließend wird zu allen drei Lösungen Natriumsulfit-Lösung gegeben.

Während sich die saure Lösung entfärbt, verfärbt sich die neutrale Lösung braun. Die basische Lösung wird zuerst blau-grün und nach einiger Zeit ebenfalls braun.

Im sauren Milieu wird violettes MnO_4^- zu farblosem (bzw. schwach rosa) Mn^{2+} reduziert. Im neutralen Milieu wird MnO_4^- zu braun-schwarzem MnO_2 reduziert und im basischen Milieu wird MnO_4^- zu grünem MnO_4^{2-} reduziert, das allerdings wieder zu MnO_2 disproportioniert, da die Lösung nicht sehr stark basisch ist.

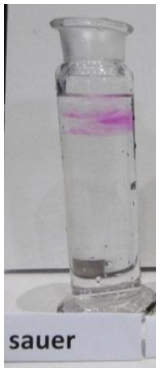
Redoxreaktionen – vier Beispiele

Oxidation: $SO_3^{2-} + 3\ H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\ e^- + 2\ H_3O^+ \quad |\cdot 5$

Reduktion: $MnO_4^- + 5\ e^- + 8\ H_3O^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 12\ H_2O \quad |\cdot 2$

Redox: $2\ MnO_4^- + 5\ SO_3^{2-} + \boxed{6\ H_3O^+} \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ SO_4^{2-} + 9\ H_2O$

sauer



Oxidation: $SO_3^{2-} + 2\ OH^- \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\ e^- + H_2O \quad |\cdot 3$

Reduktion: $MnO_4^- + 3\ e^- + 2\ H_2O \longrightarrow MnO_2 + 4\ OH^- \quad |\cdot 2$

Redox: $2\ MnO_4^- + 3\ SO_3^{2-} + \boxed{H_2O} \longrightarrow 2\ MnO_2 + 3\ SO_4^{2-} + 2\ OH^-$

neutral

Oxidation: $SO_3^{2-} + 2\ OH^- \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\ e^- + H_2O$

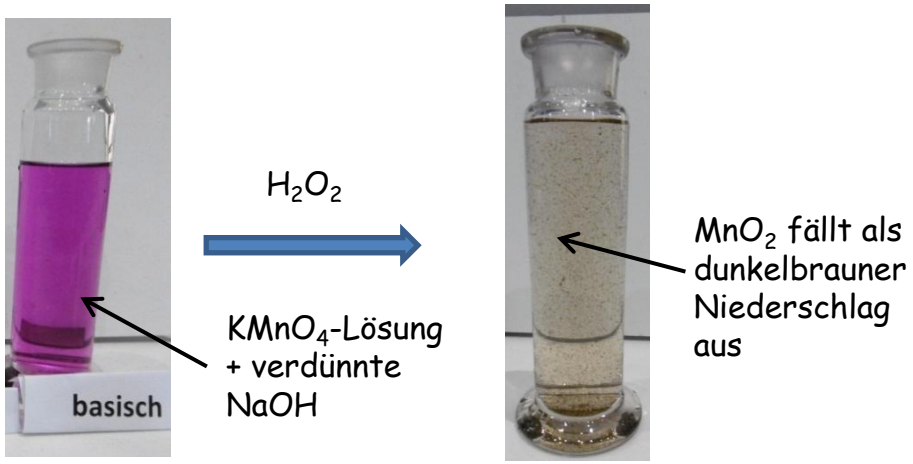
Reduktion: $MnO_4^- + 1\ e^- \longrightarrow MnO_4^{2-} \quad |\cdot 2$

Redox: $2\ MnO_4^- + SO_3^{2-} + \boxed{2\ OH^-} \longrightarrow 2\ MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$

basisch

Redoxreaktionen – vier Beispiele

2. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumpermanganat und Wasserstoffperoxid



Drei Kaliumpermanganat-Lösungen- eine saure, eine neutrale und eine basische- werden mit Wasserstoffperoxid versetzt. Dabei ist sofort ist eine Gasentwicklung von Sauerstoff zu beobachten und die Farbe der sauren Lösung ändert sich von violett nach farblos, und die der neutralen und basischen zu braun, wobei ein brauner Niederschlag ausfällt.

Oxidation: $H_2O_2 + 2\ OH^- \longrightarrow O_2 + 2\ e^- + 2\ H_2O \quad |\cdot 3$

Reduktion: $MnO_4^- + 3\ e^- + 2\ H_2O \longrightarrow MnO_2 + 4\ OH^- \quad |\cdot 2$

Redox: $2\ MnO_4^- + 3\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ MnO_2 + 3\ O_2 + 2\ H_2O + 2\ OH^-$

basisch bzw. neutral

Oxidation: $5\ H_2O_2 + 10\ H_2O \longrightarrow 5\ O_2 + 10\ e^- + 10\ H_3O^+$

Reduktion: $2\ MnO_4^- + 10\ e^- + 16\ H_3O^+ \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 24\ H_2O$

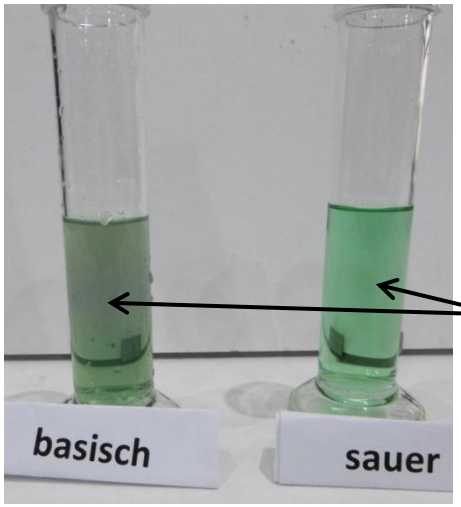
Redox: $2\ MnO_4^- + 5\ H_2O_2 + 6\ H_3O^+ \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ O_2 + 14\ H_2O$

sauer

In diesem Versuch ist H_2O_2 ein Reduktionsmittel und wird selbst oxidiert. Aber H_2O_2 kann ebenfalls in anderen Reaktionen das Oxidationsmittel sein.

Redoxreaktionen – vier Beispiele

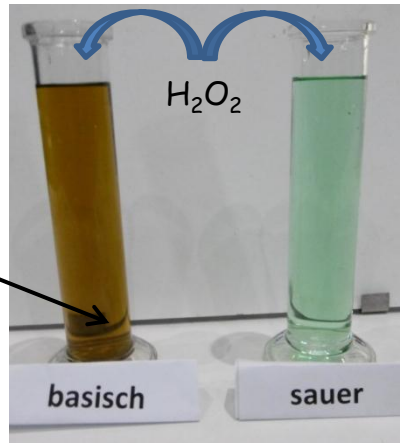
3. Beispiel für eine Redoxreaktion: Chromsulfat und Wasserstoffperoxid



Zwei Chrom(III)sulfat-Lösungen – eine mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert und eine mit verdünnter Natronlauge alkalisch gemacht – werden mit H_2O_2 versetzt. Zu beobachten ist, dass sich nur die basische Lösung dunkelgelb verfärbt, während die saure Lösung grün bleibt.

grüne $Cr_2(SO_4)_3$-Lösungen

gelbes Chromat ist entstanden



Diese Redoxreaktion ist pH-abhängig:

Während im basischen Milieu Cr^{3+} (Ox.zahl +3) zu CrO_4^{2-} (Ox.zahl +6) oxidiert werden, findet diese Reaktion im sauren Milieu nicht statt.

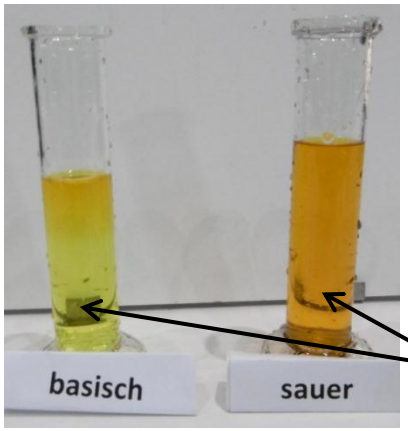
Oxidation: $Cr^{3+} + 8\ OH^- \longrightarrow CrO_4^{2-} + 3\ e^- + 4\ H_2O \quad |\cdot 2$

Reduktion: $H_2O_2 + 2\ e^- \longrightarrow 2\ OH^- \quad |\cdot 3$

Redox: $2\ Cr^{3+} + 3\ H_2O_2 + 10\ OH^- \longrightarrow 2\ CrO_4^{2-} + 8\ H_2O$

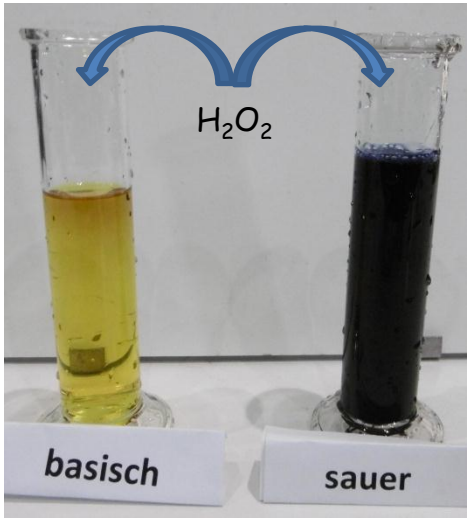
Redoxreaktionen – vier Beispiele

4. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumdichromat und Wasserstoffperoxid



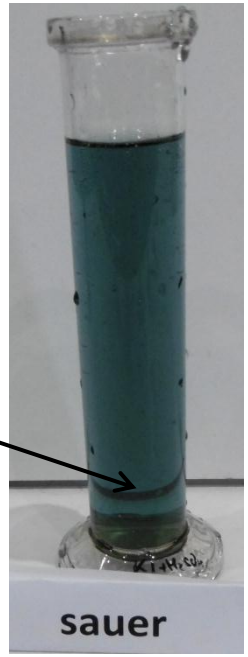
Eine Kaliumdichromat-Lösung wird mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert, eine zweite Kaliumdichromat-Lösung wird mit verdünnter Natronlauge alkalisch gemacht. Da in H_2O gelöstes $Cr_2O_7^{2-}$ eine Gleichgewichtsreaktion zwischen Dichromat und Chromat eingeht, erscheint die angesäuerte Lösung dunkler (orange), da das Gleichgewicht zum Dichromat hin verschoben wird.

gelb-orange $Cr_2O_7^{2-}$-Lösungen



Zu beiden Lösungen wird H_2O_2 dazugegeben. Die basische Lösung zeigt keine Reaktion. Die saure Lösung fängt sofort an zu „sprudeln", da sich O_2 bildet. Die Lösung wird zunächst tief blau und dann grün, da Dichromat zu Chrom(III) reduziert wurde.

grüne Chrom(III)-Lösung



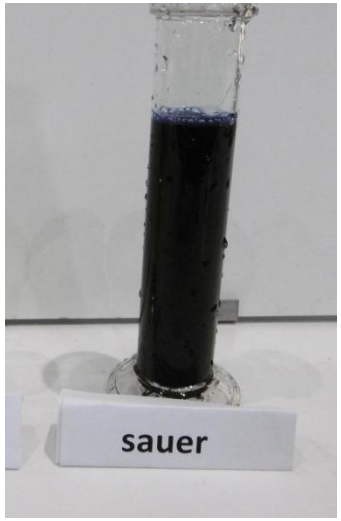
Oxidation: $H_2O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow O_2 + 2\ e^- + 2\ H_3O^+ \quad | \cdot 3$

Reduktion: $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14\ H_3O^+ \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 21\ H_2O$

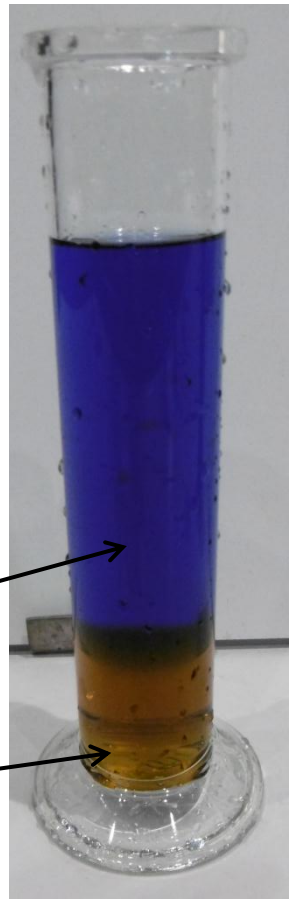
Redox: $Cr_2O_7^{2-} + 3\ H_2O_2 + 8\ H_3O^+ \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ O_2 + 15\ H_2O$

Redoxreaktionen – vier Beispiele

„Chromschmetterling“



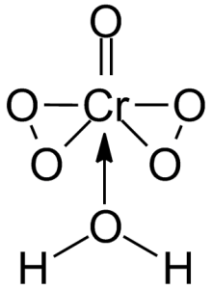
Durch die Zugabe von H_2O_2 zu einer mit Schwefelsäure angesäuerten Dichromat-Lösung bildet sich zunächst eine blaue Lösung, die durch das blaue Chrom(VI)peroxid verursacht wird, das aber in Wasser als Hydroxokomplex vorliegt. In Wasser ist diese Verbindung aber nicht stabil und zersetzt sich durch Oxidation durch H_2O_2 zu Cr(III), wodurch die grüne Lösung entsteht.
Wenn jedoch zu der Reaktionslösung Diethylether dazu gegeben wird, wird das blaue Chrom(VI)peroxid durch Diethylether komplexiert und ist nun stabil.



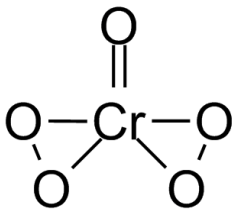
blaue organische Phase
enthält den Chrom(VI)peroxid-Diethylether-Komplex

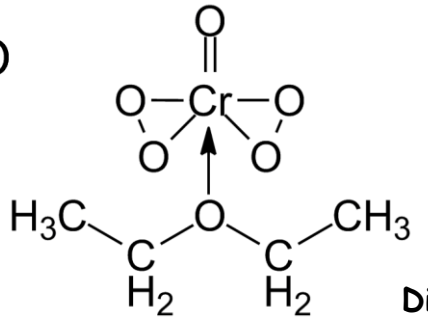
wässrige Phase:
Chrom(VI)peroxid
ist zersetzt

Chrom(VI)peroxid
„Chromschmetterling“



Hydroxokomplex





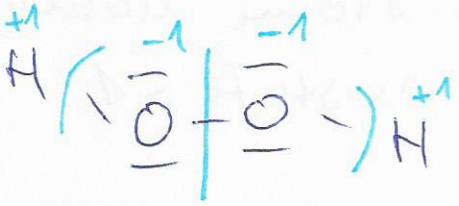
Diethyletherkomplex

Oxidationsstufen: Peroxide

→ H_2O_2 :

- Elektronen dem elektronegativeren Atomen zuordnen
  d
  bzw.
  e⁻-Paare

- gleiche Atome teilen sich e⁻-Paar



→ e⁻ zählen

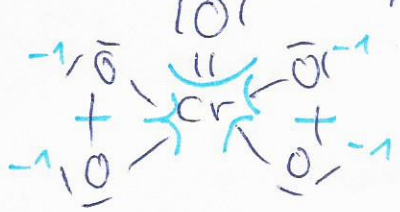
O: 6 Valenzelektronen hat es

H: 1 Valenzelektron hat es

H: +1 hat kein e⁻, braucht 1 → +1

O: beide haben 7 e⁻, aber brauchen nur 6 e⁻

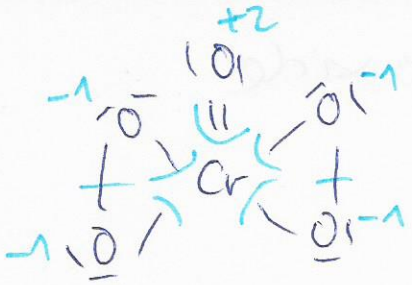
weil 6 VE → eins zu viel → −1

→ CrO_5 : 

-2 → -2, da hat 8 e⁻, es will nur 6 e⁻ → 2 e⁻ mehr → -2

O's mit zwei verschiedenen Ox.stufen

~~Oxstufe~~



→ 4 „peroxidische" O-Atome

→ alle 4 O-Atomen haben 7 e⁻, aber wollen nur 6 e⁻ → ein e⁻ zuviel

→ -1 ⇒ alle 4 „peroxidische" O-Atome haben Ox.stufe -1

⇒ 1 O-Atom : Ox.stufe +2
4 O-Atome : Ox.stufe -1